CORRECTION

CHIMIE :

EXERCICE N°1 :

1°/

	$2NO_{(g)}$ +	$Br_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2\,NOBr_{(g)}$	
t=0s	0,6	0,3		0	mol
$t > 0$	0,6 - 2x	0,3 - x		2 x	mol
$t=t_f$	$0,6 - 2x_{f1}$	$0,3 - x_{f1}$		$2\,x_{f1}$	mol

$0,6 - 2\,x_{f1} + 0,3 - x_{f1} + 2\,x_{f1} = 0,85$ d'où $x_{f1} = 0,05$mol.

Supposant que la réaction est totale et sachant que les deux réactifs sont pris en proportions stœchiométriques puisque $\frac{n_{(NO)_0}}{2} = n_{(Br_2)_0}$ alors $0,3 - x_m = 0$ d'où $x_m = 0,3$mol.

$\tau_{f_1} = \frac{x_{f_1}}{x_m}$. AN : $\tau_{f_1} = \frac{0,05}{0,3} = 0,16$

2°/

a- A la température T_2 : $0,6 - 2x_{f2} = 0,32$mol alors $x_{f2} = \frac{0,28}{2} = 0,14$ mol. $\tau_{f_2} = \frac{x_{f_2}}{x_m}$. AN : $\tau_{f_2} = \frac{0,14}{0,3} = 0,46$.

b- Partant de l'équilibre, le système a évolué dans le sens direct puisque $x_{f2} > x_{f1}$.

c- Suite de l'augmentation de la température l'équilibre se déplace dans le sens direct.
Or d'après la loi de modération relative à la température : une augmentation de la température, à pression et volume constant, d'un système fermé initialement en état d'équilibre chimique, favorise son évolution dans le sens de la réaction endothermique.
Le sens inverse associé au sens de dissociation de NOBr est exothermique.

3°/* D'après la loi de modération relative à la pression : A température et volume constants, toute augmentation de la pression d'un système fermé initialement en état d'équilibre chimique le déplace dans le sens qui tend à diminuer le nombre de mole total gazeux associé au sens direct et d'augmenter la quantité de matière de NOBr .

* L'augmentation de la pression n'a pas d'effet sur la constante d'équilibre car elle ne dépend que de la température.

EXERCICE N°2 :

A- 1°/

	B +	H_2O	$\rightleftharpoons$	$BH^+ + HO^-$.	
A t=0	C	-		0	0 mol.
A t_f	$C-y_f$	-		y_f	y_f mol.

* On suppose que la reaction est totale alors $C-y_m = 0$ alors $C = y_m$.

* $y_f = [OH^-] = 10^{pH - pKe}$ d'où $\tau_f = \frac{y_f}{y_m} = \frac{10^{pH-pKe}}{C}$.